QUÍMICA ilustrada

Prof. Márcio Azulay

TERMOQUÍMICA



SUMÁRIO

Química Ilustrada
Termoquímica
1ª Edição • 2022

03 Variação de Entalpia: Endotérmico e Exotérmico

09 Lista Extra: Proporções

17 Lei de Hess

24 Energia de Ligação

1. Este volume se dedica a estudar as energia envolvidas nas reações químicas.

2. Siga os números e depois as suas respectivas setas.

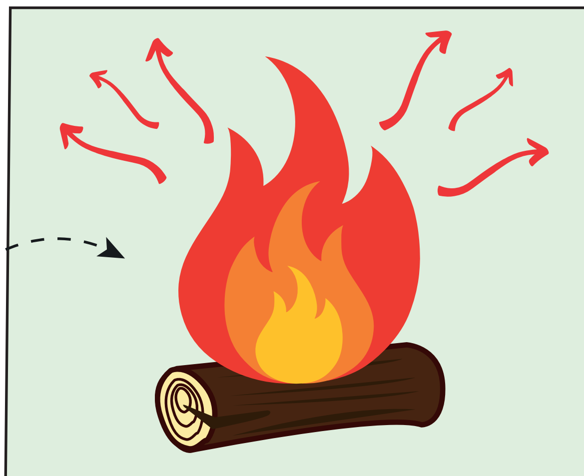
3. Os **exercícios respondidos** estão em verde, os **desafios** estão em laranja. **Boa leitura!**



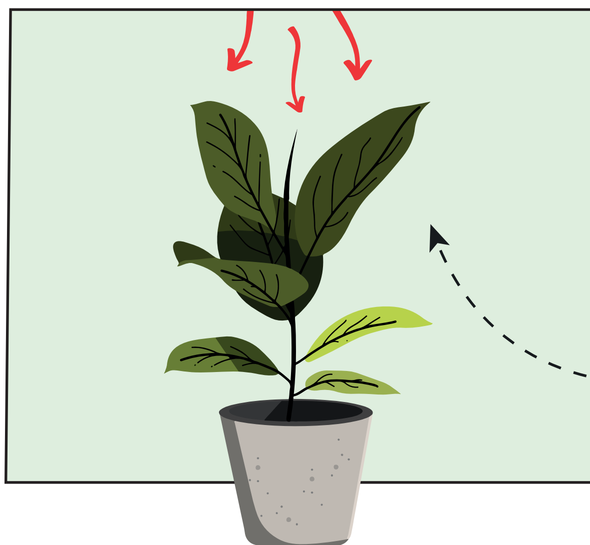
Endotérmico e Exotérmico

1. Existem algumas reações que liberam energia (calor)

Elas são chamadas de reações exotérmicas



2. Um exemplo bem comum é o de combustão (queima)



3. E outras que precisam consumir energia para acontecer

Elas são chamadas de reações endotérmicas

4. Como é o caso da fotossíntese que absorve a energia proveniente do Sol

5. A energia absorvida ou liberada em uma reação é chamada de variação de entalpia, representada por ΔH, normalmente se localiza ao final da reação química:



$$\Delta H = H_{produtos} - H_{reagentes}$$

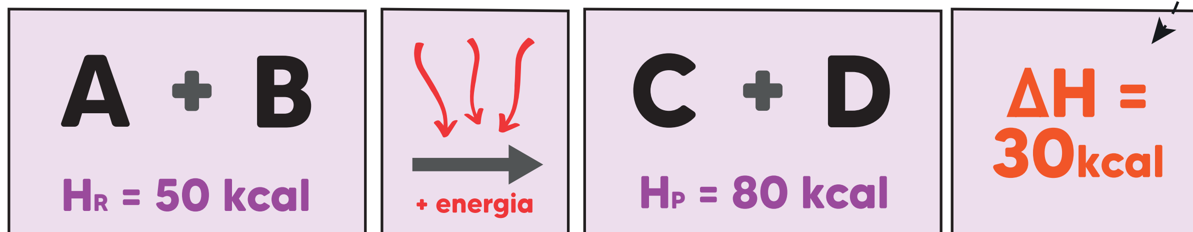
6. Como todo delta (Δ), ele pode ser achado pela diferença entre as entalpias dos produtos e reagentes (final e inicial)

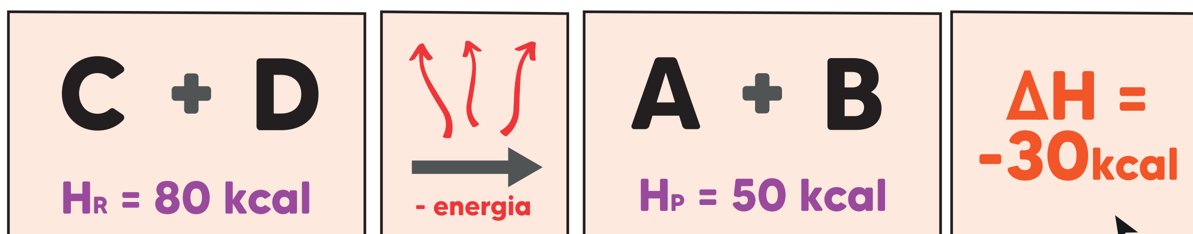
marcioazulayexatas.com

O cálculo

1. Imagine um exemplo em que a energia dos produtos é maior que a energia dos reagentes, ou seja, foi necessário uma absorção de calor (reação endotérmica)

Nesse caso, a variação de entalpia ficará positiva





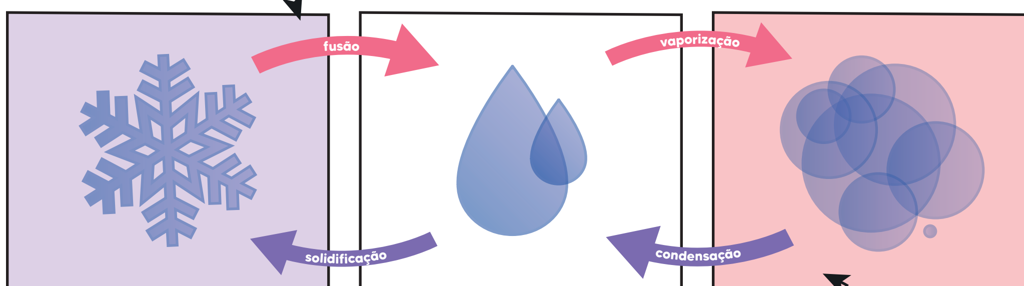
3. A reação inversa, por sua vez, deveria liberar energia para acontecer, (reação exotérmica).

A variação de entalpia ficará negativa

Mudanças de Fase

1. Vamos usar a água para explicar esse processo.

2. A medida que nos deslocamos para a direita (fusão e vaporização), é necessário uma absorção de energia (endotérmico)



3. E quando nos deslocamos para a esquerda (condensação e solidificação), a água deve perder energia (diminuir a temperatura), ou seja, um processo exotérmico

Márcio Azulay exatas

R.1 - Entalpia

Veja a reação genérica abaixo e a classifique como endotérmica ou exotérmica:



RESOLUÇÃO

Precisamos apenas analisar o sinal da variação de entalpia que está à direita, nesse caso é negativa, que mostra que houve uma liberação de calor, ou seja, exotérmica.

01 Veja a reação abaixo e a classifique como endotérmica ou exotérmica:



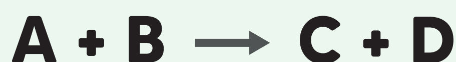
02 Veja a reação abaixo e a classifique como endotérmica ou exotérmica:



03 Uma reação absorve 40 kJ para acontecer, ela é endotérmica ou exotérmica?

R.2 - Variação de Entalpia

Na reação abaixo, a entalpia associada aos reagentes é de 400 kJ e a dos produtos é 80 kJ, determine:



a) A variação de entalpia da reação
b) Essa reação é endotérmica ou exotérmica?

RESOLUÇÃO

a) Faça a diferença entre a entalpia dos produtos e reagentes:

$$\Delta H = H_P - H_R = 80 - 400 = -320\ kJ$$

b) O sinal da variação de entalpia é negativo, logo, uma reação exotérmica.

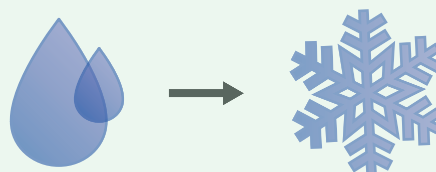
04 Em uma reação, a entalpia associada aos reagentes é de 520 kJ e a dos produtos é 780 kJ, determine:

a) A variação de entalpia da reação
b) Essa reação é endotérmica ou exotérmica?

05 Em uma reação, a entalpia associada aos reagentes é de 900 kJ e a dos produtos é 670 kJ, determine:

a) A variação de entalpia da reação
b) Essa reação é endotérmica ou exotérmica?

R.3 - Mudança de Estado
O congelamento da água é um processo endotérmico ou exotérmico?



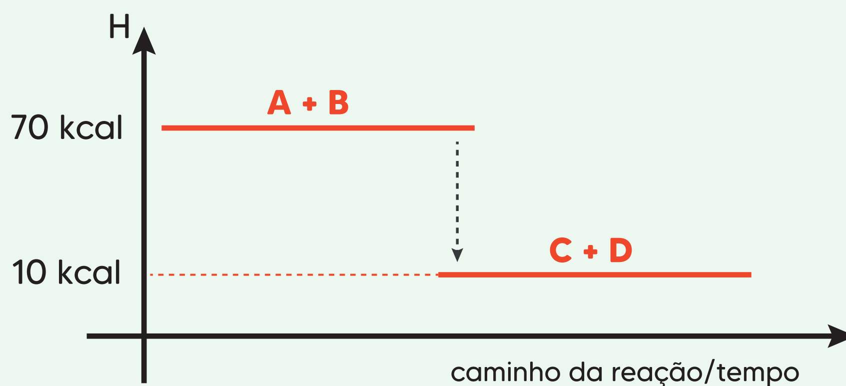
RESOLUÇÃO
Para ocorrer o processo de solidificação, é necessário que a água perca energia (calor), por isso esse é um processo exotérmico.

06 Julgue as afirmações a seguir como verdadeiro ou falso:

( ) O processo de condensação da água é um processo endotérmico
( ) Para a água líquida se transformar em vapor, é necessário que ela absorva calor
( ) A entalpia da água no estado gasoso é maior do que no seu estado sólido
( ) Todo processo de combustão é exotérmico

R.4 - Gráficos

Veja o gráfico abaixo e responda:



a) A variação de entalpia da reação

b) Essa reação é endotérmica ou exotérmica?

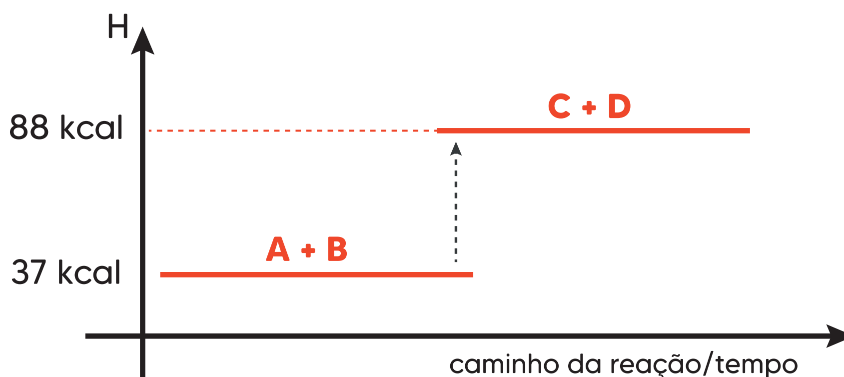
RESOLUÇÃO

a) Faça a diferença entre a entalpia dos produtos (10kcal) e os reagentes (70kcal):

$$\Delta H = H_P - H_R = 10 - 70 = -60 \text{ kJ}$$

b) O sinal é negativo, logo, uma reação exotérmica.

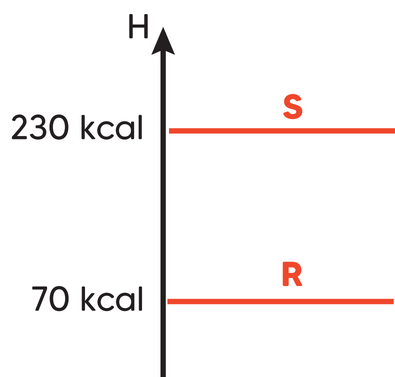
07 Veja o gráfico abaixo e responda:



a) A variação de entalpia da reação

b) Essa reação é endotérmica ou exotérmica?

08 Veja o esquema abaixo e responda:



a) A variação de entalpia da reação S→R
b) Essa reação é endotérmica ou exotérmica?
c) A variação de entalpia da reação R→S
d) Essa reação é endotérmica ou exotérmica?

RESPOSTAS

01. Exotérmica

02. Endotérmica

03. Endotérmica (absorve energia)

04. a) + 260 kJ
b) Endotérmica

05. a) - 230 kJ
b) Exotérmica

06. a) Falso, a água deve perder energia para condensar
b) Verdadeiro
c) Verdadeiro
d) Verdadeiro

07. a) + 51 kcal
b) Endotérmico

08. a) R-S = -160 kcal
b) Exotérmico
c) S-R = +160 kcal
d) Endotérmico

Essa é uma lista extra criada para resolver problemas envolvendo proporções com regra de 3 e cálculos estequiométricos, é indicado que você leia antes o Volume 2 - Estequiometria, mas tudo será explicado nessa lista de exercícios!

A principais massas molares

H: 1,0 g/mol	F: 19,0 g/mol	S: 32,0 g/mol
C: 12,0 g/mol	Na: 23,0 g/mol	Cl: 35,5 g/mol
N: 14,0 g/mol	Al: 27,0 g/mol	Ca: 40,0 g/mol
O: 16,0 g/mol	P: 31,0 g/mol	Fe: 56,0 g/mol

R.1 - Mol

Veja a reação de combustão balanceada do gás metano (CH_4) e responda:

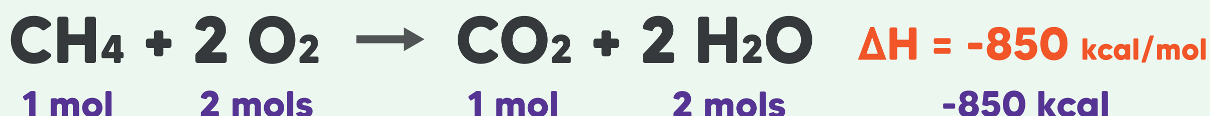


$$CH_4 + 2\,O_2 \longrightarrow CO_2 + 2\,H_2O \quad \Delta H = -850\ \text{kcal/mol}$$

a) Interprete os coeficientes estequiométricos e a variação de entalpia
b) Essa reação é endotérmica ou exotérmica?
c) Na queima de 5 mols de metano, qual é a energia liberada?
d) Para a produção de 34.000 kcal de energia, qual é a quantidade de metano que deve ser queimada?
e) Para a produção de 34.000 kcal de energia, qual é a quantidade de água que será produzida?

RESOLUÇÃO

a) Os coeficientes serão as quantidades de cada composto em mols:



$$CH_4 + 2\,O_2 \longrightarrow CO_2 + 2\,H_2O \quad \Delta H = -850\ \text{kcal/mol}$$

1 mol | 2 mols | 1 mol | 2 mols | -850 kcal

Significado: Cada 1 mol de CH_4 precisa de 2 mols de O_2 para queimar totalmente, essa reação produz 1 mol de CO_2 e 2 mols de H_2O e libera 850 kcal de energia.

b) Essa reação é exotérmica (sinal negativo)

c) A regra de 3 será feita entre a quantidade de mols de metano e a energia liberada.

Se cada mol de metano libera 850 kcal de energia, então 5 mols irão liberar...



1 mol ------------------ -850 kcal

5 mols ------------------ x

x = 5(-850)

x = -4250 kcal

d) A regra de 3 será feita entre a quantidade de mols de metano e a energia liberada:



1 mol ------------------ -850 kcal

x ------------------ -34.000 kcal

-850x = 1(-34.000)

x = 40 mols

e) A regra de 3 será feita entre a quantidade de mols de água e a energia liberada:



2 mols ------ -850 kcal

x ------ -34.000 kcal

-850x = 2(-34.000)

x = 80 mols

01 Veja a reação de combustão balanceada do gás butano (C_4H_{10}) e responda:



$$2\,C_4H_{10} + 13\,O_2 \rightarrow 8\,CO_2 + 10\,H_2O \qquad \Delta H = -2900\ \text{kJ/mol}$$

a) Interprete os coeficientes estequiométricos e a variação de entalpia (perceba que essa reação balanceada queima 2 mols e são liberados 2900 kJ para cada mol)
b) Essa reação é endotérmica ou exotérmica?
c) Na queima de 6 mols de butano, qual é a energia liberada?
d) Para a produção de 145 kJ de energia, qual é a quantidade de butano que deve ser queimada?
e) Para a produção de 5800 kJ de energia, qual é a quantidade de água que será produzida?

R.2 - Massa
Veja a reação de combustão balanceada do gás metano (CH_4) e responda:



$$CH_4 + 2\,O_2 \rightarrow CO_2 + 2\,H_2O \qquad \Delta H = -850\ \text{kcal/mol}$$

a) Na queima de 80g de metano, quanto de energia será liberada?
b) Para a produção de 17.000 kcal de energia, qual é a massa de metano queimada?
c) Para a produção de 1.700 kcal de energia, qual é a quantidade de água que será produzida?

RESOLUÇÃO

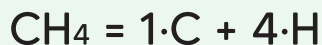
Os coeficientes serão as quantidades de cada composto em mols:



$$CH_4 + 2\,O_2 \rightarrow CO_2 + 2\,H_2O \qquad \Delta H = -850\ \text{kcal}$$

CH_4	$2\,O_2$	CO_2	$2\,H_2O$	ΔH
1 mol	2 mols	1 mol	2 mols	-850 kcal

a) Não podemos fazer a regra de 3 entre mol e massa!
Faça a massa molecular do metano utilizando a tabela no início dessa lista:



$CH_4 = 1 \cdot (12{,}0) + 4 \cdot (1{,}0)$

$CH_4 = 16$ g/mol

Use a massa molecular para encontrar a quantidade de mols em 80g de metano:

16 g	——	1 mol
80 g	——	x

$16x = 80$

$x = 5$ mols

Pronto, são 5 mols de metano queimados, use esse valor na regra de 3:



1 mol	- - - - - -	**-850 kcal**
5 mols	- - - - - -	**x**

$x = 5(-850)$

$x = -4250$ kcal

b) A regra de 3 será feita entre a quantidade de mols de metano e a energia liberada:



1 mol	- - - - - -	**-850 kcal**
x	- - - - - -	**-17.000 kcal**

$-850x = 1(-17.000)$

$x = 20$ mols

Use a massa molecular para encontrar a massa em 20 mols de metano:

16 g	——	1 mol
x	——	20 mols

$x = 20 \cdot 16$

$x = 320$ g

c) A regra de 3 será feita entre a quantidade de mols de água e a energia liberada:



2 mol	------	-850 kcal
x	------	-1.700 kcal

$-850x = 2(-1.700)$

$x = 4$ mols

Faça a massa molecular da água utilizando a tabela no início dessa lista:

$H_2O = 2 \cdot H + 1 \cdot O$

$H_2O = 2 \cdot (1,0) + 1 \cdot (16,0)$

$H_2O = 18$ g/mol

Use a massa molecular da água para encontrar a massa em 4 mols:

18 g	——	1 mol
x	——	4 mols

$x = 4 \cdot 18$

$x = 72$ g

02 Veja a reação de combustão balanceada do gás butano (C_4H_{10}) e responda:



a) Na queima de 290 g de butano, quanto de energia será liberada?
b) Para a produção de 20.300 kJ de energia, qual é a massa de butano queimada?
c) Para a produção de 2.900 kJ de energia, qual é a quantidade de água que será produzida?

R.3 - Densidade

Veja a reação de combustão balanceada da gasolina (C_8H_{18}) e responda:



Na queima de 2 litros de gasolina, quanto de energia será liberada?

Densidade da gasolina: 0,720 g/cm^3
Transformação do volume: 1000 cm^3 = 1L

RESOLUÇÃO

Temos a quantidade de gasolina em litros, mas queremos em mols!

I) Vamos começar a transformação de litros para cm^3:

$$\begin{array}{ccc} 1000\ cm^3 & \text{——} & 1\ L \\ x & \text{——} & 2\ L \end{array}$$

$$x = 2\cdot(1000)$$
$$x = 2000\ cm^3$$

II) Depois transforme de cm^3 para gramas utilizando a densidade

$$\begin{array}{ccc} 0{,}720\ g & \text{——} & 1\ cm^3 \\ x & \text{——} & 2000\ cm^3 \end{array}$$

$$x = 2000\cdot(0{,}72)$$
$$x = 1440\ g$$

III) E finalmente transforme de gramas para mols utilizando a massa molar:

$C_8H_{18} = 8\cdot C + 18\cdot H$
$C_8H_{18} = 8\cdot(12,0) + 18\cdot(1,0)$
$C_8H_{18} = 114$ g/mol

logo:

114 g	——	1 mol
1440 g	——	x

114x = 1440
x = 12,6 mols

Pronto, já temos a quantidade em mols! Agora usaremos a variação de entalpia para achar a energia liberada.

ΔH = -5500 kJ/mol

Ela mostra que cada mol de gasolina libera 5500 kJ de energia.
Faça uma regra de 3 para achar a energia liberada em 1,26 mols:

-5500 kJ	——	1 mol
x	——	12,6 mols

x = 12,6·(5500)
x = -69.300 kJ

03 Veja a reação de combustão balanceada da gasolina (C_8H_{18}) e responda:



$$2\ C_8H_{18} + 25\ O_2 \rightarrow 16\ CO_2 + 18\ H_2O \quad \Delta H = -5500\ kJ/mol$$

Na queima de 8 litros de gasolina, quanto de energia será liberada?

Densidade da gasolina: 0,700 g/cm³
Transformação do volume: 1000 cm³ = 1L

RESPOSTAS

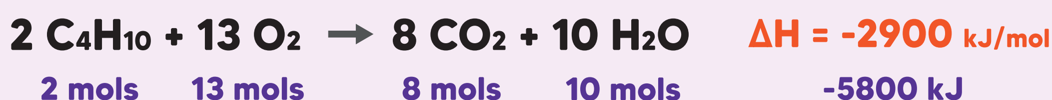
01. **a)** Cada <u>2 mols de C_4H_{10}</u> precisa de <u>13 mols de O_2</u> para queimar totalmente, essa reação produz <u>8 mols de CO_2</u>, <u>10 mols de H_2O</u> e <u>libera 5800 kJ de energia</u>.

b) Exotérmica

c) - 17.400 kJ

d) 0,05 mols

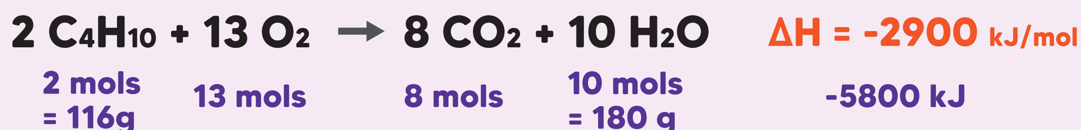
e) 10 mols



02. **a) - 14.500 kJ**

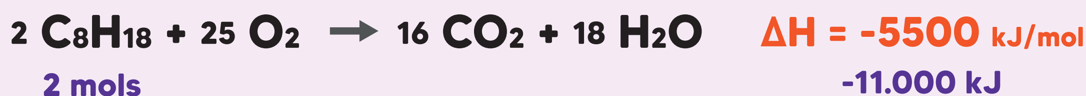
b) 406 g

c) 90 g



03. **270.175,44 kJ**

Dica: 8 litros = 8.000 cm³ = 5.600 g = 49,12 mols



Lei de Hess

Márcio Azulay exatas

1. Já aprendemos que a variação de entalpia de uma reação pode ser calculada apenas pela diferença entre as entalpias finais e iniciais

2. Mas segundo a Lei de Hess, também podemos calcular a entalpia pela soma das equações intermediárias, como se fosse uma simples equação matemática!

3. Assim, algumas considerações podem ser feitas:

1. Multiplicação e divisão

1. Por exemplo, uma reação de combustão completa normalmente consiste em um combustível com o comburente (gás oxigênio)

2. Essa reação sempre irá liberar dióxido de carbono, água e liberação de energia



3. Nesse exemplo, vamos considerar que 1 litro desse combustível libera 1000 kcal na forma de calor

4. Pela Lei de Hess, se forem queimados dois litros, o dobro de energia será liberada

= 2000 kcal

Meio litro? Metade da energia!

= 500 kcal

2. Inversão

1. Caso a reação inversa seja realizada (formação do combustível), a mesma energia está associada, mas nesse caso teríamos que acrescentar essa energia!

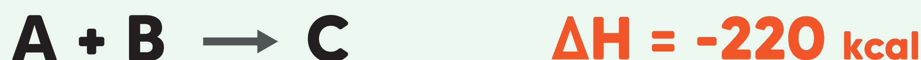
Ou seja, deixaria de ser exotérmica e passaria a ser endotérmica.

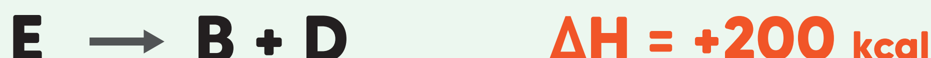
2. Na prática, devemos inverter o sinal da variação de entalpia!

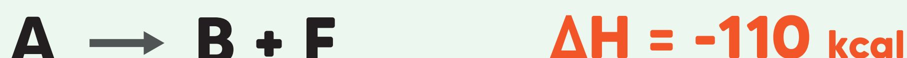
$\Delta H > 0$

R.1 - Operações

Com base nas variações de entalpia das reações genéricas a seguir:





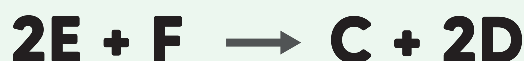


Pode se prever que a variação de entalpia para a reação abaixo é quanto?



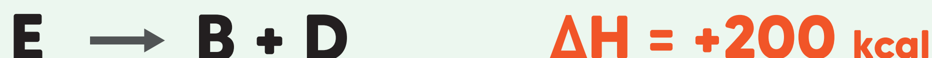
RESOLUÇÃO

A resolução desses exercícios irá partir da reação principal:



Precisamos encontrar todos as substâncias em suas quantidades pedidas e na posição ideal (reagentes ou produtos). Para isso, vamos analisar cada substância na ordem, tentando encontrá-las nas reações intermediárias

Substância "E":
Percebemos que "E" está localizada na segunda reação.



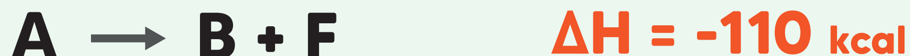
O que precisamos? De 2 unidades nos reagentes!

-Ela já está localizada nos reagentes, não é necessário inverter a reação.
-Ela não está na quantidade ideal, precisamos multiplicar por 2!



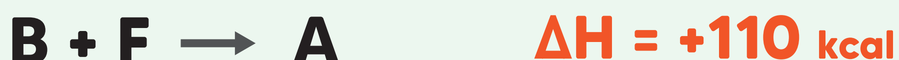
OBS: Veja que todas as substâncias foram dobradas, inclusive a variação de entalpia

Substância "F":
Percebemos que "F" está localizada na terceira reação.



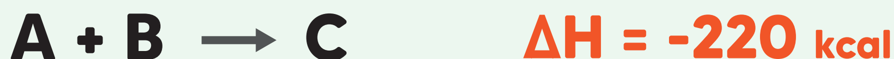
O que precisamos? De apenas 1 unidade nos reagentes!

-Ela não está localizada nos reagentes, vamos inverter a reação.
-Ela já está na quantidade ideal, não precisamos multiplicar por nada.



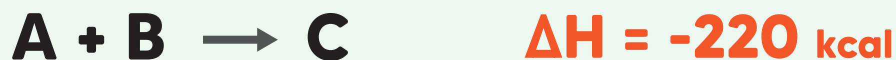
OBS: Veja que a variação de entalpia teve seu sinal trocado

Substância "C":
Percebemos que "C" está localizada na primeira reação.



O que precisamos? De apenas 1 unidade nos produtos!

-Ela já está localizada nos produtos, não é necessário inverter a reação.
-Ela já está na quantidade ideal, não precisamos multiplicar por nada.

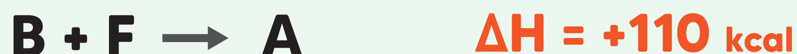


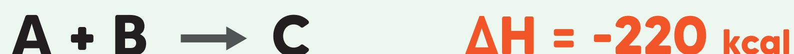
OBS: Nada mudou

Substância "D":
Percebemos que "D" está localizada na segunda reação. Mas ela e todas as equações intermediárias já foram alteradas, logo, não precisa fazer mais nada!

Já modificamos todas as reações intermediárias (elas estão localizadas dentro das caixas em roxo), agora podemos somá-las:


$$2E \rightarrow 2B + 2D \quad \Delta H = +400 \text{ kcal}$$


$$B + F \rightarrow A \quad \Delta H = +110 \text{ kcal}$$


$$A + B \rightarrow C \quad \Delta H = -220 \text{ kcal}$$


$$A + 2B + 2E + F \rightarrow A + 2B + C + 2D \quad \Delta H = +290 \text{ kcal}$$

Perceba que a substância "2B" e "A" estão dos dois lados da equação, podemos cortá-las


$$\cancel{A} + \cancel{2B} + 2E + F \rightarrow \cancel{A} + \cancel{2B} + C + 2D \quad \Delta H = +290 \text{ kcal}$$


$$2E + F \rightarrow C + 2D \quad \Delta H = +290 \text{ kcal}$$

Prontinho, achamos exatamente a reação principal que estávamos procurando, e ela precisa absorver 290 kcal de energia para acontecer, ou seja, uma reação endotérmica!

01 Com base nas variações de entalpia das reações genéricas a seguir:


$$A + B \rightarrow C + D \quad \Delta H = -180 \text{ kcal}$$


$$A \rightarrow E \quad \Delta H = -200 \text{ kcal}$$

Pode se prever que a variação de entalpia para a reação abaixo é?


$$B + E \rightarrow C + D \quad \Delta H = ?$$

02 Com base nas variações de entalpia das reações genéricas a seguir:

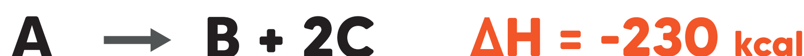

$$A + B \rightarrow C \qquad \Delta H = +400\ \text{kcal}$$


$$D \rightarrow 2B \qquad \Delta H = -700\ \text{kcal}$$

Pode se prever que a variação de entalpia para a reação abaixo é?


$$2A + D \rightarrow 2C \qquad \Delta H = ?$$

03 Com base nas variações de entalpia das reações genéricas a seguir:


$$A \rightarrow B + 2C \qquad \Delta H = -230\ \text{kcal}$$


$$D \rightarrow A + B \qquad \Delta H = -130\ \text{kcal}$$

Pode se prever que a variação de entalpia para a reação abaixo é?


$$4C + 3D \rightarrow 5A + B \qquad \Delta H = ?$$

Dica importante !

Se a substância que você quer analisar está presente em mais de uma reação ao mesmo tempo, pule para a próxima e deixe ela para o final, manipular duas reações simultaneamente pode ser mais difícil

04 Com base nas variações de entalpia associadas às reações a seguir:


$$N_2(g) + 2O_2(g) \rightarrow 2NO_2(g) \qquad \Delta H = 68\ \text{kJ}$$


$$N_2(g) + 2O_2(g) \rightarrow N_2O_4(g) \qquad \Delta H = 10\ \text{kJ}$$

Pode se prever que a variação de entalpia para a reação abaixo é?


$$2NO_2(g) \rightarrow N_2O_4(g) \qquad \Delta H = ?$$

05 Com base nas variações de entalpia associadas às reações a seguir:



$$CH_{4(g)} + H_2O_{(l)} \rightarrow CO_{(g)} + 3H_{2(g)} \qquad \Delta H = 206\ kJ$$

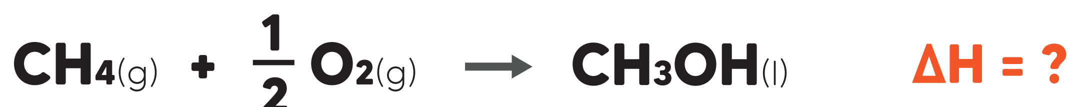


$$2H_{2(g)} + CO_{(g)} \rightarrow CH_3OH_{(l)} \qquad \Delta H = -130\ kJ$$



$$2H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2H_2O_{(l)} \qquad \Delta H = -430\ kJ$$

Pode se prever que a variação de entalpia para a reação abaixo é?



$$CH_{4(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow CH_3OH_{(l)} \qquad \Delta H = ?$$

06 Com base nas variações de entalpia associadas às reações a seguir:



$$C_{(s)} + H_2O_{(g)} \rightarrow CO_{(g)} + H_{2(g)} \qquad \Delta H = 130\ kJ$$



$$CO_{(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} \qquad \Delta H = -280\ kJ$$



$$H_{2(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(g)} \qquad \Delta H = -240\ kJ$$



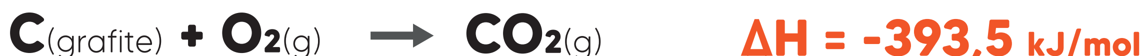
$$C_{(s)} + 2H_{2(g)} \rightarrow CH_{4(g)} \qquad \Delta H = -70\ kJ$$

Pode se prever que a variação de entalpia para a reação abaixo é?



$$CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + 2H_2O_{(g)} \qquad \Delta H = ?$$

07 (FEI) A fabricação de diamante pode ser feita comprimindo-se grafite a uma temperatura elevada empregando-se catalisadores metálicos como o tântalo e o cobalto. Analise os dados obtidos experimentalmente e marque a correta:



$$C_{(grafite)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} \qquad \Delta H = -393,5\ kJ/mol$$



$$C_{(diamante)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} \qquad \Delta H = -395,6\ kJ/mol$$

a) A formação de CO_2 é sempre endotérmica.
b) A conversão da forma grafite na forma diamante é exotérmica.
c) A forma alotrópica estável do carbono nas condições da experiência é a grafite.
d) A variação de entalpia da transformação do carbono grafite em carbono diamante nas condições da experiência é $\Delta H = -2,1$ kJ/mol.

RESPOSTAS

01. **+20 kcal** Dica: Mantenha a primeira e inverta a segunda reação

02. **+100 kcal** Dica: Duplique a primeira e mantenha segunda reação

03. **+70 kcal** Dica: Duplique e inverta a primeira e triplique a segunda reação

04. **-58 kJ** Dica: Inverta a primeira e mantenha a segunda reação

05. **-139 kJ** Dica: Mantenha a primeira e segunda e divida a terceira reação por 2

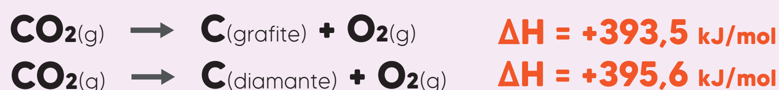
06. **-800 kJ** Dica: Mantenha a primeira e segunda, triplique a terceira e inverta a quarta reação

07. **Letra C**

a) a formação de CO_2 é sempre exotérmica, pois a variação de entalpia das duas reações é negativa.

b) Aplique a lei de Hess para a reação : C(grafite) -> C(diamante), a variação de entalpia será +2,1 (endotérmica). Pelo texto também chegamos nessa conclusão, pois ele fala que essa transformação exige altas temperatura para ocorrer.

c) A forma alotrópica mais estável é aquela que exige menor energia para ocorrer, ou seja, a formação de grafite:

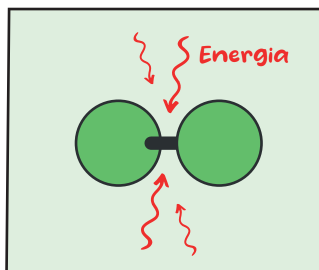


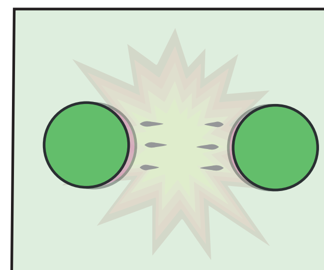
$$CO_{2(g)} \rightarrow C_{(grafite)} + O_{2(g)} \quad \Delta H = +393{,}5 \text{ kJ/mol}$$
$$CO_{2(g)} \rightarrow C_{(diamante)} + O_{2(g)} \quad \Delta H = +395{,}6 \text{ kJ/mol}$$

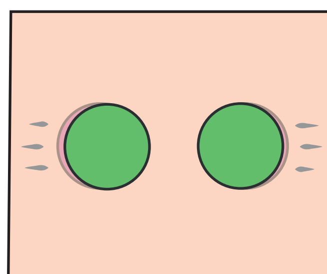
d) A variação de entalpia da transformação do carbono grafite em carbono diamante nas condições da experiência é ΔH = + 2,1 kJ/mol, positiva.

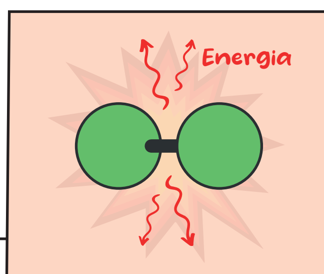
Energia de Ligação

1. Toda vez que queremos quebrar uma ligação, é necessário acrescentar energia para enfraquecê-la





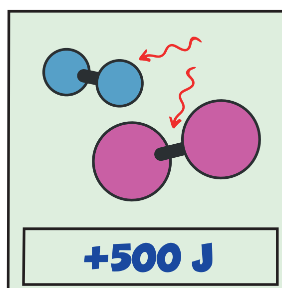


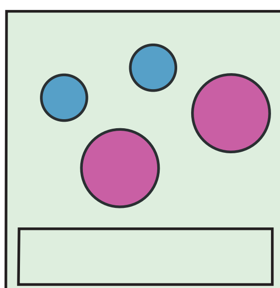


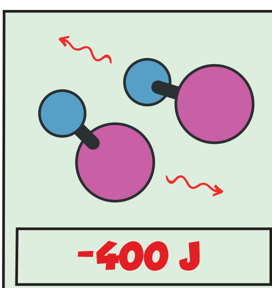
2. E quando uma ligação é criada, o inverso acontece. Energia é liberada!

3. E é assim que também podemos calcular a variação de entalpia de uma reação.

4. Se foi necessária mais energia para quebrar ligações, do que energia liberada na formação dos produtos, podemos dizer que essa é uma reação do tipo endotérmica



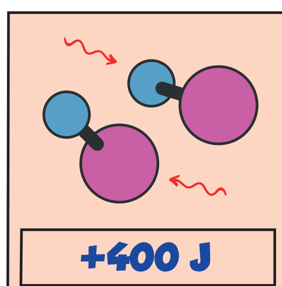


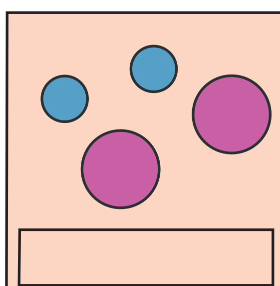


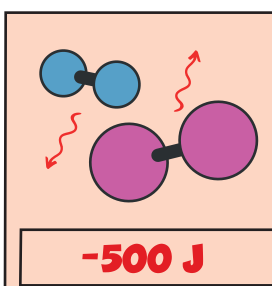
ENDOTÉRMICO

consumiu mais do que liberou

ΔH = +100J







EXOTÉRMICO

liberou mais do que consumiu

ΔH = -100J

5. Mas se a formação dos produtos liberar mais energia do que foi necessário para se quebrar as ligações dos reagentes, houve um saldo de energia, ou seja, uma reação exotérmica.

R.1 - Consumo e Liberação

Em uma reação, a soma de todas as energias das ligações dos reagentes era de 670 kJ e ao final da reação, a energia das ligações dos produtos somava um total de 870 kJ.

a) Essa foi uma reação endotérmica ou exotérmica?
b) Qual foi a variação de entalpia?

RESOLUÇÃO

a) Mais energia foi liberada na formação dos produtos do que consumida para a quebra dos reagentes, logo, é uma reação exotérmica:

$$870 \text{ kJ} > 670 \text{ kJ}$$

b) Você pode usar a fórmula abaixo:

EL: Energia de Ligação

$$\Delta H = EL_{(reagentes)} - EL_{(produtos)}$$

$$\Delta H = 670 - 870 = -200 \text{ kJ}$$

01 Em uma reação, a soma de todas as energias das ligações dos reagentes era de 400 kJ e ao final da reação, a energia das ligações dos produtos somava um total de 750 kJ.

a) Essa foi uma reação endotérmica ou exotérmica?
b) Qual foi a variação de entalpia?

02 Em uma reação, a soma de todas as energias das ligações dos reagentes era de 340 kJ e ao final da reação, a energia das ligações dos produtos somava um total de 120 kJ.

a) Essa foi uma reação endotérmica ou exotérmica?
b) Qual foi a variação de entalpia?

R.2 - Tabela

A tabela ao lado contém valores de energia associados a cada tipo de ligação:

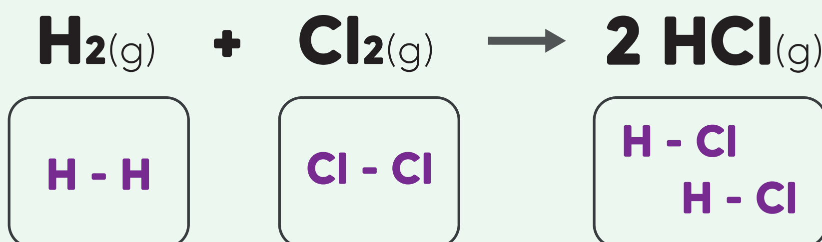
H - H	440 kJ/mol
Cl - Cl	240 kJ/mol
H - Cl	430 kJ/mol

Baseado nos valores da tabela, calcule a variação de entalpia para a reação:



RESOLUÇÃO

Primeiro vou transformar essa reação para uma pequena ilustração, assim você consegue visualizar melhor todas as ligações envolvidas:



Nos Reagentes

Existe uma ligação simples entre dois hidrogênios e uma ligação simples entre dois átomos de cloro, use a tabela e some as energias envolvidas:

H - H 440kJ + Cl - Cl 240kJ = 680 kJ

Nos Produtos

Existem duas moléculas de ácido clorídrico, cada uma delas com uma ligação simples entre um hidrogênio e um cloro, use a tabela e dobre o valor:

2x H - Cl 430kJ = 860 kJ

A energia liberada (860 kJ) foi maior que a energia consumida na quebra dos reagentes (680 kJ), logo é uma reação exotérmica:

$$\Delta H = EL_{(reagentes)} - EL_{(produtos)}$$

$$\Delta H = 680 - 860 = -180 \text{ kJ}$$

Use a tabela para os próximos exercícios:

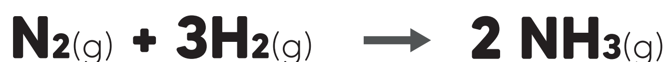
H - H	440 kJ/mol
Cl - Cl	240 kJ/mol
Br - Br	190 kJ/mol
N ≡ N	950 kJ/mol
O = O	490 kJ/mol
H - Cl	430 kJ/mol
H - O	460 kJ/mol
H - Br	370 kJ/mol
H - N	390 kJ/mol
H - C	420 kJ/mol
C - Cl	330 kJ/mol

03 Calcule a variação de entalpia para a reação:



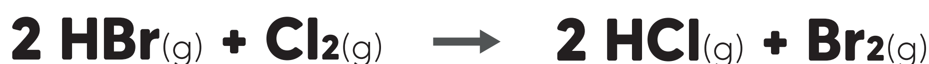
$$2\ H_2O_{(g)} \longrightarrow 2\ H_{2(g)} + O_{2(g)}$$

04 Calcule a variação de entalpia para a reação:



$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \longrightarrow 2\ NH_{3(g)}$$

05 Calcule a variação de entalpia para a reação:



$$2\ HBr_{(g)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow 2\ HCl_{(g)} + Br_{2(g)}$$

06 Calcule a variação de entalpia para a reação:



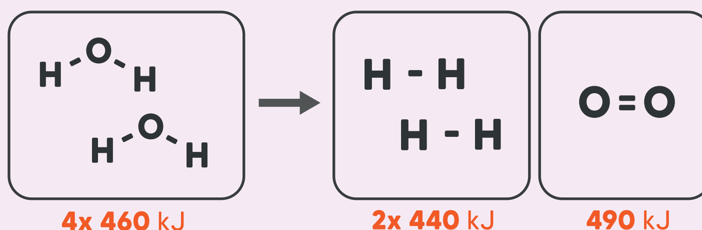
$$CH_4 + Cl_2 \longrightarrow H_3CCl + HCl$$

RESPOSTAS

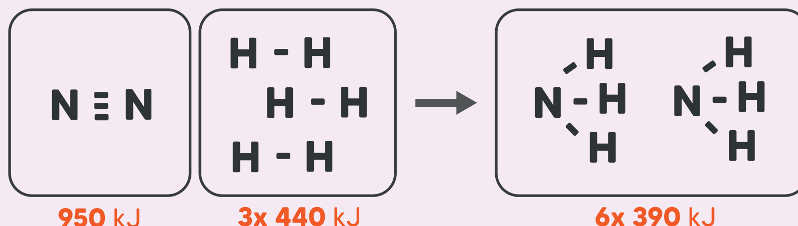
01. **Exotérmica: -350 kJ**

02. **Endotérmica: +220 kJ**

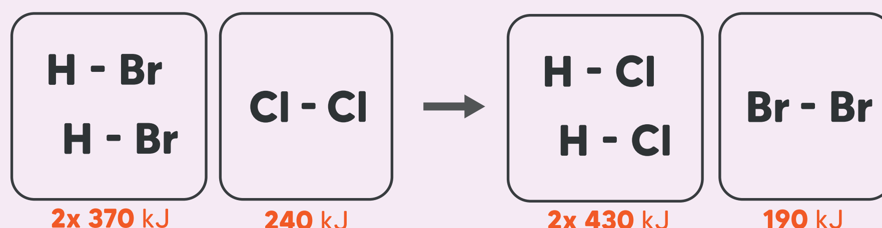
03. **+470 kJ**



04. **-70 kJ**



05. **-70 kJ**



06. **-100 kJ**

